

# FISICA 1 (PALEONTOLOGÍA)

2DO CUATRIMESTRE 2020

CLASE 11

RODOLFO SASSOT

# CLASE 11: TERMODINAMICA

Temas: Entropía.

**entropía y desorden:** entropía como medida cuantitativa del desorden de un sistema

*ejemplo: expansión isotérmica de un gas ideal*

$$\Delta T = 0 \rightarrow \Delta U = 0 \rightarrow Q = W$$

$$dQ = dW = p dV = \frac{n R T}{V} dV \rightarrow \frac{dQ}{n R T} = \frac{dV}{V}$$

$$\frac{dV}{V} \sim \text{cambio fraccionario del volumen} \sim \text{medida del desorden de las moléculas} \sim \frac{dQ}{T}$$

$$\text{entropía } S : \quad dS \equiv \frac{dQ}{T} \quad \sim \text{cambio infinitesimal de entropía (en un proceso isotérmico reversible)}$$

$$\Delta S = S_f - S_i = \frac{Q}{T} \quad \sim \text{cambio de entropía (sólo en un proceso isotérmico reversible)}$$

a una misma temperatura, más calor  $\rightarrow$  mayor aleatoriedad

*ejemplo: fusión de  
1 kg de hielo*

$$L_f = 3.34 \cdot 10^5 \text{ J/kg}$$
$$T = 273 \text{ K}$$

$$\Delta S = S_f - S_i = \frac{Q}{T} = \frac{3.34 \cdot 10^5 \text{ J}}{273 \text{ K}} = 1.22 \cdot 10^3 \text{ J/K}$$

estado cristalino (muy ordenado)  $\rightarrow$  estado líquido

# CLASE 11: TERMODINAMICA

**entropía y procesos reversibles:** generalización a procesos no isotérmicos

*~pensar el proceso como una sucesión de pasos reversibles infinitesimales*

$$\Delta S = \int_i^f \frac{dQ}{T}$$

- como la entropía es una medida del desorden de un estado específico, no depende de cómo se llegó a él
- la diferencia  $\Delta S = S_f - S_i$  no depende del camino (función de estado)
- se puede calcular para procesos no reversibles

*ejemplo: caliento 1 kg de agua de 0° C a 100° C*

*en cada paso infinitesimal*

$$dQ = m c dT$$

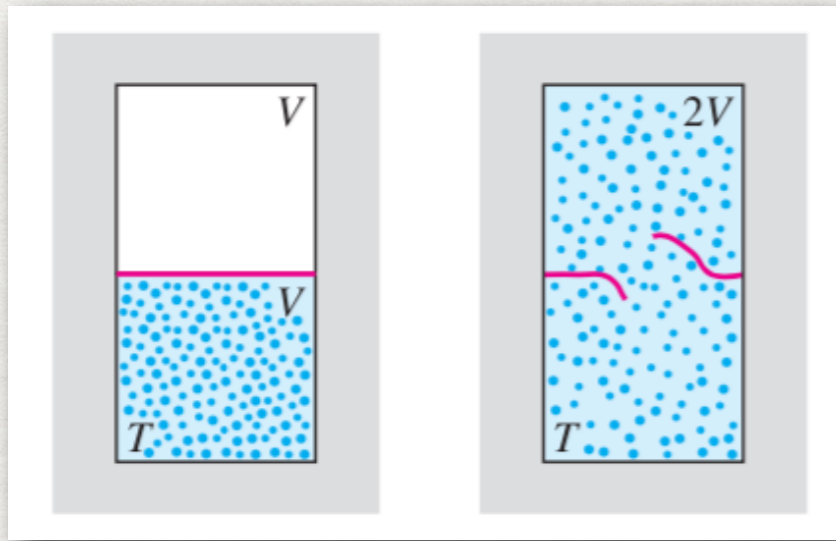
$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T} = \int_{T_i}^{T_f} m c \frac{dT}{T} = m c \ln \frac{T_f}{T_i}$$

$$= 1 \text{ kg } 4190 \frac{\text{J}}{\text{kg K}} \ln \frac{283 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 1.31 \cdot 10^3 \text{ J/K}$$

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

# CLASE 11: TERMODINAMICA

## entropía y expansión libre de un gas ideal:

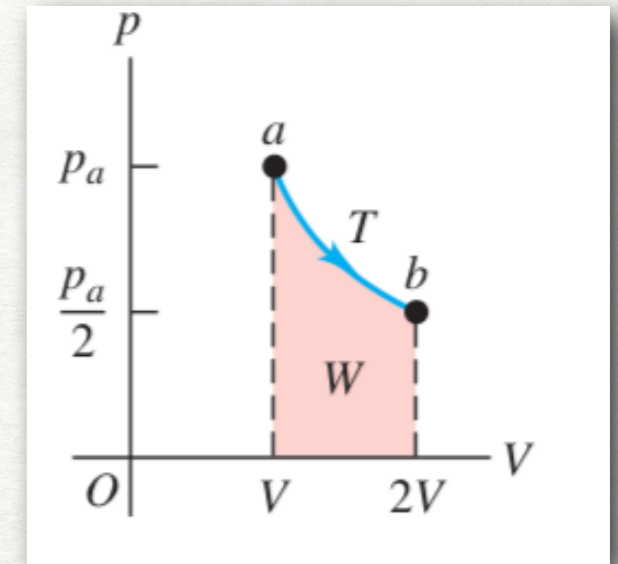


$$Q = 0$$

$$W = 0 \quad \Delta S = ?$$

$$\Delta T = 0$$

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} \text{ no reversible!}$$



Siganme! por la isoterma

$$a \rightarrow b \quad \Delta T = 0 \rightarrow \Delta U = 0 \rightarrow Q = W = \int_a^b p dV = nRT \int_a^b \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_b}{V_a} = nRT \ln 2$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = nR \ln 2 = 1 \text{ mol } 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \ln 2 = 5.76 \text{ J/K}$$

# CLASE 11: TERMODINAMICA

**entropía y ciclo de Carnot:** cuatro pasos reversibles, entre dos temperaturas

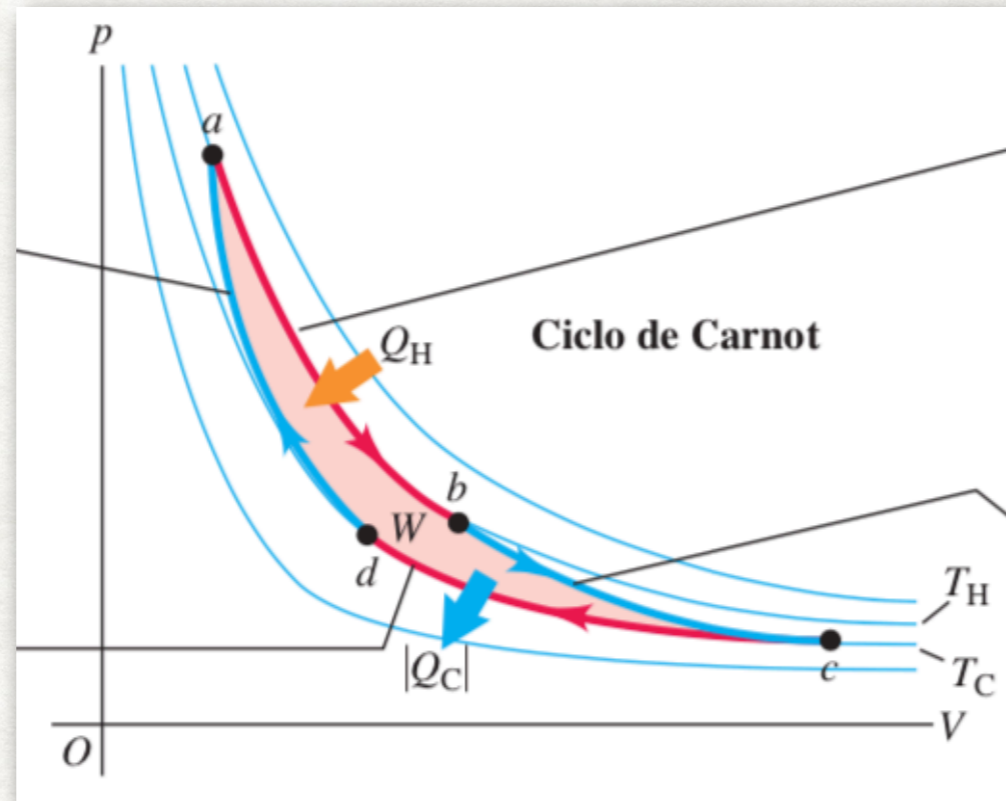
compresión adiabática:

$$\Delta S_{ca} = 0$$

compresión isotérmica:

$$\Delta S_{cd} = \frac{Q_C}{T_C} = \frac{-1400 J}{350 K}$$

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{ab} + \Delta S_{da} = 0$$



expansión isotérmica:

$$\Delta S_{ab} = \frac{Q_H}{T_H} = \frac{2000 J}{500 K}$$

expansión adiabática:

$$\Delta S_{bc} = 0$$

la fuente caliente y la fría cambian su entropía en forma opuesta  
el medio ambiente no cambia su entropía  
vale para cualquier ciclo reversible

# CLASE 11: TERMODINAMICA

## entropía y procesos irreversibles:

→ los procesos irreversibles implican aumento de la entropía

*ejemplo: mezcla 1 kg de agua de 0° C con otro a 100° C*

*sucesión de pasos infinitesimales*  $dQ = m c dT$   $\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T} = \int_{T_i}^{T_f} m c \frac{dT}{T} = m c \ln \frac{T_f}{T_i}$

*el agua caliente*  $\Delta S_{cal} = 1 \text{ kg} 4190 \frac{\text{J}}{\text{kg K}} \ln \frac{323 \text{ K}}{373 \text{ K}} = - 603 \text{ J/K}$

*el agua fría*  $\Delta S_{fria} = 1 \text{ kg} 4190 \frac{\text{J}}{\text{kg K}} \ln \frac{373 \text{ K}}{323 \text{ K}} = + 705 \text{ J/K}$

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{cal} + \Delta S_{fria} = + 102 \text{ J/K} \quad \sim \text{conserva la energía}$$

*~ disminuye la "oportunidad" de usarla*

→ si se incluyen todos los sistemas que participan en un proceso, la entropía se mantiene constante (proceso reversible) o aumenta (proceso irreversible)

*~ segunda ley*

# CLASE 11: TERMODINAMICA

## interpretación microscópica de la entropía:

entropía ~ medida cuantitativa del desorden de un sistema

~ propiedad del sistema como un todo  
~ no es una propiedad individual c/comp

estado macroscópico / estado microscópico

descripción global

descripción individual  
~ muchos estados

$2^N$

$N$  monedas:

mitad cara, mitad cruz / cuáles cara, cuáles cruz

estado macroscópico más probable: el asociado a más estados microscópicos (6/16)

estado macroscópico más ordenado: el asociado a menos estados microscópicos (1/16)

más probable → menos ordenado → mayor entropía

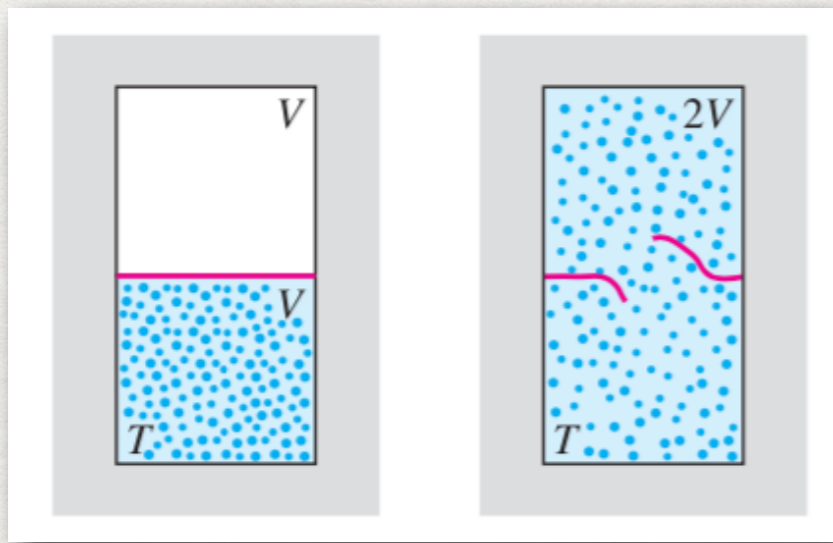
$w$  estados microscópicos  $k_B$  cte. de Boltzmann

$$S = k_B \ln w \quad \Delta S = S_f - S_i = k_B \ln w_f - k_B \ln w_i = k_B \ln \frac{w_f}{w_i}$$

Estado macroscópico	Estados microscópicos correspondientes
Cuatro caras	
Tres caras, una cruz	
Dos caras, dos cruces	
Una cara, tres cruces	
Cuatro cruces	

# CLASE 11: TERMODINAMICA

## entropía y expansión libre de un gas ideal:

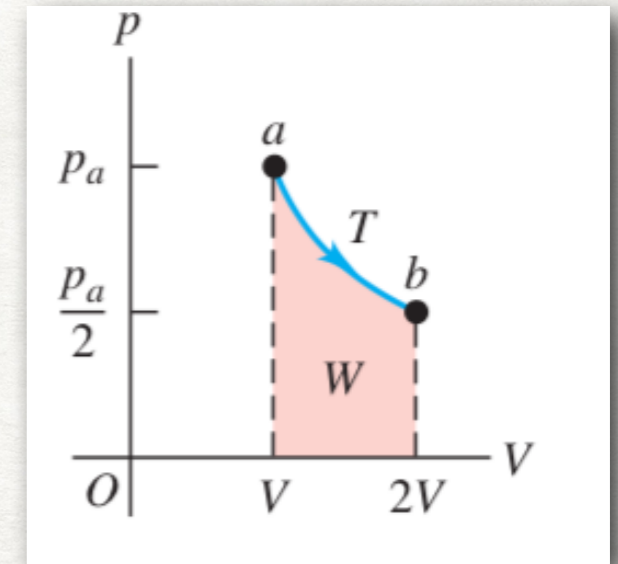


$$Q = 0$$

$$W = 0$$

$$\Delta T = 0$$

$$\Delta S = n R \ln 2$$



*microscópico: las velocidades moleculares no cambian (no hay trabajo),  
pero tienen el doble de volumen para moverse (mas estados posibles)*

$N$  moléculas

$w_i$

número de estados iniciales

$$w_f = 2^N w_i$$

número de estados finales

$$\Delta S = k_B \ln \frac{w_f}{w_i} = k_B \ln 2^N = N k_B \ln 2 = n R \ln 2$$

